

Stredná odborná škola drevárska a stavebná Krásno nad Kysucou



Monitorovanie životného prostredia

(Výstup pedagogického klubu)

Počet členov pedagogického klubu:

5

Školský polrok:

Február 2022 – jún 2022

Vypracoval:

Ing. Katarína Slížová

Vzdelávacie okruhy: Dusičnany vo vzorkách

Kyslík

pH

OBSAH

1	VLASTNOSTI DUSIČNANOV.....	5
1.1	Úloha dusičnanov v živote rastlín	5
1.2	Antropogénne zdroje	5
1.3	Vplyv dusičnanov na prostredie a zdravie ľudí	6
1.3.1	Neprirodzené zdroje kontaminácie rastlín dusičnanmi	6
1.3.2	Aké faktory ovplyvňujú hromadenie dusičnanov	6
1.3.3	Aké je nebezpečenstvo dusičnanov	6
1.3.4	Dusičnany v zelenine - príznaky	7
1.3.5	Príznaky otravy dusičnanmi	7
1.3.6	Liečba a prvá pomoc	7
1.3.7	Účinky na ľudské telo	8
1.3.8	Metabolizmus dusičnanov v tele	8
1.3.9	Otrava dusičnanmi.....	9
1.4	Metódy stanovenia dusičnanov elektródou s vysokým aj s nízkym štandardom	9
2	ZLOŽENIE OVZDUŠIA, CHARAKTERISTIKA KYSLÍKA	14
2.1	Vzácne plyny ako zloženie vzduchu	15
2.2	Charakteristika kyslíka	15
3	CHARAKTERISTIKA pH	23
3.1	ACIDOBÁZICKÉ INDIKÁTORY	24
3.2	INŠTRUMENTÁLNE METÓDY MERANIA pH	25
3.3	LABORATÓRNE CVIČENIE	26
3.4	MERANIE pH ROZTOKOV POMOCOU DIGITÁLNEHO pH METRA	28
3.5	Stanovenie pH pôdy.....	29
3.6	pH senzor PH-BTA	29

3.7	Možnosti merania slanosti v roztokoch	34
ZOZNAM POUŽITEJ LITERATÚRY		36

1 VLASTNOSTI DUSIČNANOV

Dusitany sú soli kyseliny dusičnej, ktoré vyzerajú ako kryštály. Dobre sa rozpúšťajú vo vode, najmä v horúcom prostredí. V priemyselnom meradle sa získavajú absorpciou plynného dusíka. Používa sa na získanie farbív ako oxidačného činidla v textilnom a kovospracujúcom priemysle, ako konzervačné činidlo.^[1]

1.1 Úloha dusičnanov v živote rastlín

Jedným zo štyroch hlavných prvkov, ktoré tvoria živý organizmus, je dusík. Je nevyhnutná pre syntézu proteínových molekúl. Dusičnany sú molekuly soli, ktoré obsahujú množstvo dusíka, ktoré rastlina potrebuje. Soľou absorbovanou bunkou sú soli redukované na dusitany. Tieto látky zasa dosahujú amoniak. A on je zase nevyhnutný na tvorbu chlorofylu.

Hlavným zdrojom dusičnanov v prírode je samotná pôda. Keď sú organické látky, ktoré obsahuje, mineralizované, tvoria sa dusičnany. Rýchlosť tohto procesu závisí od charakteru využívania pôdy, počasia a typu pôdy. Zem neobsahuje veľa dusíka, takže ekológovia sa netrápia tvorbou významného množstva dusičnanov. Navyše, poľnohospodárska práca (trápenie, diskovanie, neustále používanie minerálnych hnojív) znižuje množstvo organického dusíka.^[1]

1.2 Antropogénne zdroje

Antropogénne zdroje sa zvyčajne dajú rozdeliť na poľnohospodárske, priemyselné a komunálne. Hnojivá a živočíšny odpad patria do prvej kategórie, priemyselné odpadové vody a priemyselné odpady do druhej kategórie. Ich vplyv na znečistenie životného prostredia nie je rovnaký a závisí od špecifik každého konkrétneho regiónu.

Stanovenie dusičnanov v organických materiáloch prinieslo nasledujúce výsledky:

- viac ako 50 percent je výsledkom žatevnej kampane;
- asi 20 percent - hnoj;
- komunálny odpad sa blíži 18%;
- všetko ostatné je priemyselný odpad.

Najzávažnejšie škody sú spôsobené dusíkatými hnojivami, ktoré sa zavádzajú do pôdy na zvýšenie výnosu. Rozklad dusičnanov v pôde a rastlinách vytvára dostatočné množstvo dusitanov na otravu potravinami. Intenzita poľnohospodárstva tento problém len zhoršuje. Najvyššia hladina dusičnanov je zaznamenaná v hlavných odtokoch, ktoré po zavlažovaní zhromažďujú vodu.^[1]

1.3 Vplyv dusičnanov na prostredie a zdravie ľudí

Keď sú tieto dusičnany absorbované našimi zelenými priateľmi z pôdy, vzduchu alebo vody, idú k tvorbe aminokyselín, potom k bielkovinám, to znamená k vybudovaniu organického „tela“ rastliny. Preto sa v rastlinách vyskytujú vždy dusičnany. Ale ak pôda obsahuje príliš veľa z nich, potom bude rastlina vždy obsahovať ich nadbytok. Koniec koncov, dusíkaté hnojivá sú veľmi dobre rozpustné vo vode, čo znamená, že spolu s nimi prekrývajú svoje oddelenia. Výživa je absorbovaná koreňmi, šíri sa cez cievy rastlín, vstupuje do nadzemných orgánov a vstrebáva sa postupne. Teraz je jasnejšie, odkiaľ pochádzajú dusičnany - zelenina, ovocie.^[2]

1.3.1 Neprirodzené zdroje kontaminácie rastlín dusičnanmi

- Minerálne hnojivá, ich nadbytok, ktorý sa vytvára, keď výrobca používa príliš vysoké koncentrácie alebo množstvá na zisk.
- Používanie čerstvého hnoja. Je to organické silné dusíkaté hnojivo. Pred jeho použitím ako hnojivo sa musí kompostovať najmenej rok.
- Odpadové vody z rôznych priemyselných odvetví. Sú zle vyčistené, upchávajú podzemnú vodu používa sa na zalievanie.^[2]

1.3.2 Aké faktory ovplyvňujú hromadenie dusičnanov

- Slabé osvetlenie pestovanej zeleniny.
- Vysoká kyslosť znamená zvýšenie množstva dusičnanov.
- Sucho, nedostatočné slnenie vyvoláva hromadenie veľkého množstva dusičnanov v rastline.
- Spoločná aplikácia fosforu. ale nie vždy tomu tak je.
- Nedostatok určitých stopových prvkov, ktoré sú katalyzátormi na konverziu dusičnanov, napríklad molybdénu.^[2]

1.3.3 Aké je nebezpečenstvo dusičnanov

Samy o sebe nie sú nebezpečné. Ale už v rastlinách a potom v ľudskom tele, keď sa konzumuje produkt obsahujúci dusičnany, sa redukujú na dusitany, to znamená, že sa začínajú premieňať na soli kyseliny dusičnej HNO_2 , ktoré majú vysokú toxicitu.

Ak obličky osoby dobre fungujú, pije dostatočné množstvo čistej vody, z tela sa bez nadmerných koncentrácií odstráni prebytok dusičnanov v primeranej koncentrácii. Ale s rôznymi poruchami tráviaceho traktu, najmä s nízkou kyslosťou, črevné baktérie premenia dusičnany na dusitany. Ich interakcia s hemoglobínom v krvi bude ďalej viesť k hladovaniu kyslíka, pretože červené krvinky nebudú schopné dodávať kyslík do buniek tela. Tiež

dusitany, ak je jedlo bohaté na bielkoviny, tvoria nebezpečné zlúčeniny nitrozamíny a nitrozamidy, ktoré sú karcinogénmi. Z toho pozostáva poškodenie dusičnanov pre ľudské telo. Ak rastlina úplne asimiluje dusičnany, nemusíme sa báť, pretože dusitany nemusia prísť. Preto sú podmienky pestovania dôležité: ľahké teplo, stopové prvky, oxid uhličitý na dýchanie, potrebné zavlažovanie.^[2]

1.3.4 Dusičnany v zelenine - príznaky

- Veľké ovocie ich má viac, pokiaľ to nie je odrodová vlastnosť. Hmotnosť a objem sú doplnené vystuženými obväzmi a stimulujúcimi látkami.
- Podozrivo zarovnané rozmery.
- Nedostatok sladkosti u ovocia, ktoré je podľa definície sladké (napr. Melón, melón).
- Prítomnosť tuleňov, necharakteristické svetlejšie sfarbenie žíl, sústredné kruhy.
- Chýbajúca správna chuť.
- Semená nie sú zrelé.
- V skleníkovej zimnej zelenine je vždy viac dusičnanov, preto je nakrájaná skleníková uhorka žltkastej farby, klzká na dotyk, nepríjemná chuť.^[2]

1.3.5 Príznaky otravy dusičnanmi

Znaky sa objavia po 4-6 hodinách.

- nevoľnosť
- závrat
- hnačka
- zvracanie
- bolesť hlavy
- veľká slabosť
- bolesť v pečeni a žalúdku
- teplota stúpa^[2]

1.3.6 Liečba a prvá pomoc

V prípade otravy musíte vypiť 500 ml ružového roztoku manganistanu draselného, ktorý spôsobuje zvracanie. Potom užite 8-10 tabliet aktívneho uhlia. V pokoji vypite teplý silný sladký čaj s citrónom. Všetko by malo fungovať. Ak je otrava vážna, je lepšie zavolať sanitku.^[2]

1.3.7 Účinky na ľudské telo

Dusičnany a dusitany sa prvýkrát kompromitovali v polovici sedemdesiatych rokov. Potom v strednej Ázii lekári zaznamenali ohnisko a počas vyšetrovania sa zistilo, že ovocie bolo spracované a zjavne trochu prehnané. Po tomto incidente sa chemici a biológovia intenzívne zaoberali štúdiom interakcie dusičnanov so živými organizmami, najmä s človekom.

1. V krvi dusičnany interagujú s hemoglobínom a oxidujú železo v jeho zložení. To vytvára methemoglobín, ktorý nemôže niesť kyslík. To vedie k zhoršeniu bunkovej respirácie a oxidácie.
2. Prerúšením homeostázy dusičnany prispievajú k rastu škodlivej mikroflóry v čreve.
3. V rastlinách dusičnany znižujú obsah vitamínov.
4. Predávkovanie dusičnanmi môže viesť k ukončeniu tehotenstva alebo k narušeniu sexuálnych funkcií.
5. Pri chronickej otrave dusičnanmi sa pozoruje pokles množstva jódu a kompenzačné zvýšenie štítnej žľazy.
6. Dusičnany sú spúšťacím faktorom pre vývoj nádorov zažívacieho systému.
7. Veľká dávka dusičnanov súčasne môže viesť k zrúteniu v dôsledku prudkého rozšírenia malých ciev.^[2]

1.3.8 Metabolizmus dusičnanov v tele

Dusičnany sú deriváty amoniaku, ktoré sa dostávajú do živého organizmu a sú zabudované do metabolizmu a menia ho. V malom množstve nespôsobujú obavy. S jedlom a vodou sa dusičnany vstrebávajú v črevách, prechádzajú cez pečeň krvným tokom a vylučujú sa z tela obličkami. Okrem toho u dojčiacich matiek dusičnany prechádzajú do materského mlieka. V procese metabolizmu sa dusičnany menia na dusitany, oxidujú molekuly železa v hemoglobíne a narušujú dýchací reťazec. Na to, aby sa vytvorilo dvadsať gramov methemoglobínu, stačí jeden miligram. Normálne by koncentrácia methemoglobínu v krvnej plazme nemala prekročiť niekoľko percent. Ak tento ukazovateľ stúpne nad tridsať, pozoruje sa otrava, ak je nad päťdesiat - je takmer vždy fatálna.

Na kontrolu hladiny methemoglobínu v tele je methemoglobín reduktáza. Jedná sa o pečenný enzým, ktorý sa v tele vytvára od troch mesiacov života.^[2]

1.3.8.1 Prípustná rýchlosť dusičnanov

Ideálnou možnosťou pre ľudí je, samozrejme, zabrániť prenikaniu dusičnanov a dusitanov do tela, ale v skutočnom živote sa tak nestane. Lekári hygienicko-epidemiologickej stanice preto stanovili normy týchto látok, ktoré nemôžu poškodiť organizmus. Pre dospelých s hmotnosťou viac ako sedemdesiat kilogramov sa dávka 5 miligramov na kilogram hmotnosti považuje za prijateľnú. Bez vážnych zdravotných následkov môže dospelý prehltnúť až pol gramu dusičnanu. U detí je tento ukazovateľ spriemerovaný - 50 miligramov bez ohľadu na hmotnosť a vek. Zároveň bude pätina tejto dávky stačiť na otravu dieťaťom.^[2]

1.3.9 Otrava dusičnanmi

- modré pery, tvár, nechty;
- nevoľnosť a zvracanie, môže existovať bolesť brucha;
- žltosť očných proteínov, stolica s krvou;
- bolesti hlavy a ospalosť;
- nápadná dýchavičnosť, búšenie srdca a dokonca aj strata vedomia.

Dusičnany vstupujú do čriev, kde ich prirodzená mikroflóra metabolizuje na dusitany. Dusitany sa vstrebávajú do systémového obehu a ovplyvňujú hemoglobín. Prvé príznaky otravy je možné nahradiť po jednej hodine veľkou úvodnou dávkou alebo po šiestich hodinách, ak bolo množstvo dusičnanov malé. Je potrebné si uvedomiť, že akútna otrava dusičnanmi je vo svojich prejavoch podobná intoxikácii alkoholom.

Nie je možné oddeliť náš život od dusičnanov, pretože to ovplyvní všetky oblasti ľudského života: od výživy po výrobu. Môžete sa však pokúsiť chrániť pred nadmernou spotrebou dodržiavaním jednoduchých pravidiel:

- pred jedlom umyte zeleninu a ovocie;
- uchovávajte jedlo v chladničkách alebo v špeciálne vybavených izbách;
- pite čistú vodu.^[2]

1.4 Metódy stanovenia dusičnanov elektródou s vysokým aj s nízkym štandardom

Použitie senzora

1. Elektródu pripravíte na meranie pH tak, že uvoľníte uzáver odkladacej fľaštičky a elektródu z fľaštičky a z jej uzáveru vyberiete.
 2. Spodnú časť elektródy dobre opláchnite destilovanou alebo deionizovanou vodou.
 3. Namočte na 30 minút koniec elektródy do kalibračného roztoku vysokej koncentrácie.
- ISE elektróda by sa nemala dotýkať spodku nádoby.

- Malé biele referenčné kontakty v blízkosti konca elektródy majú byť tiež namočené.
 - Dbajte, aby sa pod ISE nezachytili vzduchové bublinky.
4. Pripojte senzor pomocou krokov uvedených v úvode tohto návodu.
 5. Odporúčame urobiť dvojbodovú kalibráciu pomocou kalibračných roztokov vysokej a nízkej koncentrácie. Informácie o kalibrácii nájdete v technickej informácii na www.vernier.com/til/4011
 6. Po skončení merania opláchnite elektródu destilovanou vodou.
 7. Nasuňte na telo elektródy uzáver odkladacej fľaštičky a naskrutkujte ho na odkladaciu fľaštičku tak, aby sa koniec elektródy nedotýkal špongie vo fľaštičke. ^[3]



Kalibrácia senzora

Každý zo senzorov je pred odoslaním nakalibrovaný a kalibračné údaje sú vložené v senzore. Starnutím membrán senzorov sa stáva továrenská kalibrácia neadekvátnou.

Preto odporúčame urobiť dvojbodovú kalibráciu. ^[3]

Ošetrovanie a údržba

Pre optimálnu životnosť dusičnanovej ión-selektívnej elektródy je dôležité jej správne ošetrovanie a skladovanie.

- Uloženie ISE na dlhú dobu (viac ako 24 hodín): Navlhčite špongiu, ktorá je na spodku fľaštičky dlhodobého ukladania destilovanou vodou. Po ukončení používania ISE opláchnite jej koniec destilovanou vodou a osušte ho papierovou utierkou. Uvoľnite kryt fľaštičky dlhodobého ukladania a vložte do nej ISE. Poznámka: Koniec ISE sa NESMIE dotýkať špongie. Dbajte tiež, aby biela referenčná značka bola vnútri fľaštičky. Utiahnite kryt. Takto bude elektróda vo vlhkom prostredí, čo zabráni vyschnutiu referenčných prechodov.
- Zosilňovač elektródy uveďte ho do režimu spánku stlačením a podržaním tlačidla na ňom na dobu aspoň tri sekundy. Červená LED prestane blikáť, čo indikuje, že senzor je v režime spánku. Po niekoľkých mesiacoch sa batéria vybije, avšak nepoškodí sa. Po takomto skladovaní zariadenie niekoľko hodín nabíjajte, až kým nie je pripravené na prácu.

- Mokré uloženie na krátku dobu (do 24 hodín): Naplňte fľaštičku na krátkodobé uloženie ISE do 3/4 objemu kalibračným roztokom vysokej koncentrácie. Uvoľnite uzáver, vložte elektródu do fľaštičky a uzáver utiahnite.^[3]

Stredná odborná škola drevárska a stavebná
Krásno nad Kysucou
Protokol č.1 Dusičnany vo vzorkách

Vzorka č.:	Dátum odberu:
Typ vzorky:	Dátum spracovania:
Odobral:	Spracoval:

Miesto odberu:

Senzorické vlastnosti vzorky:
Fyzikálno-chemické ukazovatele kvality vody:
Zhodnotenie vzorky:
Záver:

Dusičnany v pitnej vode

Dusičnany (NO_3^-) sú v malých množstvách prirodzenou súčasťou vôd. Prekročenie ich limitu spolu s dusitanmi (NO_2^-) signalizuje nadmerné používanie hnojív a úniky odpadových vôd zo žump, septikov a živočíšnych fariem. V tráviacom trakte sa vplyvom niektorých druhov baktérií dusičnany redukujú na toxickéjšie dusitany, ktoré po vstrebaní do krvi spôsobia premenu krvného farbiva hemoglobínu na methemoglobín, ktorého schopnosť prenášať kyslík je obmedzená. Riziko methemoglobínémie hrozí najmä dojčatám do veku 6 mesiacov.

Odstraňovanie týchto látok z vody s vysokým množstvom dusičnanov je preto veľmi dôležité, aby zabránilo vzniku vážnych zdravotných problémov. Takáto otrava sa prejavuje zmodraním

pier, rúk a chodidiel, bolesťou hlavy. Zvýšený obsah dusičnanov v pitnej vode môže byť taktiež príčinou infarktu alebo zvýšeného krvného tlaku. V SR je povolená maximálna hodnota dusičnanov (NO_3^-) v pitnej vode 50 mg/liter, v dojčenskej vode len 10 mg/l. Maximálna hodnota dusitanov v pitnej vode je len 0,5 mg/l, a v dojčenskej vode 0,1 mg/l.^[4]

2 ZLOŽENIE OVZDUŠIA, CHARAKTERISTIKA KYSLÍKA

Zloženie atmosféry je do výšky 30 km konštantné. S narastajúcou výškou sa jej chemické zloženie mení. S výškou sa menia aj fyzikálne vlastnosti, konkrétne teplota a tlak. Ovzdušie je zdrojom plynov potrebných pre život. Obsahuje 21 objemových percent kyslíka, ktorý organizmy využívajú pri dýchaní a za normálnych okolností 0,03 objemových percent oxidu uhličitého spotrebovávaného rastlinami pri fotosyntéze. Pomer týchto plynov v atmosfére je dôležitý z hľadiska zachovania kvality životného prostredia. Obsah vodných pár vo vzduchu je veľmi premenlivý. Pohybuje sa cca od 0,02 do 6,0 objemových percent. Napriek tomu, že atmosféra je definovaná ako plynný obal Zeme, vyskytujú sa v nej aj zložky v tuhom (zrníčka prachu, peľ a pod.) a v kvapalnom skupenstve (kvapôčky vody).^[5]

Pretože sa však kyslík nachádza v atmosfére, stal sa jedným z hlavných a najdôležitejších plynov. Uvidíme však zloženie vzduchu po častiach:

- Dusík - tento plyn predstavuje takmer celú hrúbku zloženia vzduchu. Nachádza sa v 78% atmosférického vzduchu. Je to dôležité, pretože aj keď je to pre nás inertný plyn, je nevyhnutnou súčasťou aminokyselín a nukleových kyselín. Tieto prvky sú kľúčové pre živé bytosti. Ľudská bytosť je zložená z 3% dusíka. Je to prvok, ktorý dýchame s najvyššou koncentráciou v celej troposfére.
- Kyslík - je súčasťou asi 20% vzduchu, ktorý dýchame. Aj keď je dusík dôležitý, kyslík je najdôležitejším prvkom pre živé bytosti. Je potrebné byť schopný dýchať. Tento prvok nájdeme aj v tele, najmä v dýchacom systéme.
- Oxid uhličitý - aj keď sa neustále hovorí, že koncentrácie oxidu uhličitého sa zvyšujú v dôsledku zvýšeného skleníkového efektu a zmeny podnebia, zaberá iba 0,03% vzduchu. Nenechajte sa zmiasť týmito informáciami. Táto koncentrácia je viac než dostatočná na to, aby globálne spôsobila toto zvýšenie teploty. Je to prvok, ktorý vylučujeme ako odpadový produkt počas procesu dýchania.
- Voda - je ďalším dôležitým prvkom pre ľudský život a takmer pre každú živú bytosť. V atmosfére sa tiež nachádza v percentách 0,97%. V takom prípade ho nájdeme vo forme vodnej pary. Jeho koncentrácia nemôže byť veľmi bezpečná, pretože veľmi závisí od toho, kde meriame. Koncentrácie vodnej pary v atmosfére sú vyššie na hladine mora, ako keď sme ďalej.^[5]

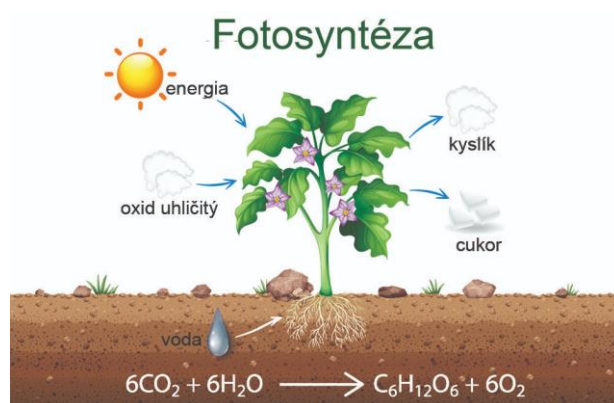
2.1 Vzácné plyny ako zloženie vzduchu

Ušľachtilé plyny sú také inertné plyny, ktoré s ničím nereagujú a sú úplne stabilné. Nie všetky majú v zložení vzduchu rovnakú prítomnosť, ale vo všeobecnosti tvoria 1% všetkého. Máme tieto plyny:

- Argón - je to vzácny plyn s najväčšou prítomnosťou.
- Neón - je to dosť hojný plyn vo vesmíre a pôsobí pri formovaní vzduchu.
- hélium. Má malú prítomnosť v atmosfére, pretože jej ľahkosť spôsobovala odparovanie.
- Metán - je to jeden z najdôležitejších skleníkových plynov.
- Kryptón - je to vzácny plyn s malou prítomnosťou.^[6]

2.2 Charakteristika kyslíka

Kyslík má chemickú značku **O**, jeho latinský názov je **oxygenium**. V PSP leží **2. perióde** a v **VI. A skupine**. Protónové číslo má 8. **Je to biogénny prvok** (slúži na dýchanie) a zároveň je súčasťou atmosféry, biosféry a hydrosféry. Kyslík má 3 izotopy, ktoré sa líšia počtom neutrónov v jadre $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ a $^{18}_8\text{O}$. Patrí medzi **najrozšírenejší** prvok na zemi. V prírode sa nachádza **voľný** vo vzduchu a to **21%**. **Viazaný v zlúčeninách** ako sú: voda, ozón, oxidy, peroxid vodíka, hydroxidy, kyseliny, soli, organické látky. Kyslík v prírode produkujú zelené rastliny. Reakcia, pri ktorej vzniká v prírode kyslík, sa volá **fotosyntéza**.^[6]



Zlúčeniny kyslíka:^[7]

Oxidy = podvojné zlúčeniny kyslíka, v ktorých má kyslík ox. č. O^{-II}

delenie:

a) podľa charakteru väzieb:

- **ionové** (oxidy s^1 a s^2 prvkov) neprchavé, dobre **rozpustné vo vode**
- **kovalentné** – tvoria kovalentné väzby,
 - **s atómovou štruktúrou** (SiO_2 , Al_2O_3) – málo prchavé, výnimočná tvrdosť
 - **molekulové** (CO , P_4O_{10}) – prchavé, plynné alebo kvapalné

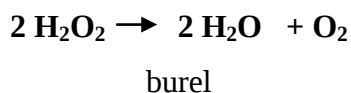
b) podľa chemických reakcií s vodou, kyselinami, hydroxidami:

- **kyselinotvorné** - molekulové oxidy (CO_2), oxidy kovov s ox. č. vyšším ako V. s vodou sa zlučujú na **kyslíkaté kyseliny**
- **vo vode nerozpustné oxidy** reagujú so zásadami a poskytujú **solí zásadotvorné** – iónové väzby a oxidy kovov s ox. č. menším ako IV.
- s vodou sa zlučujú na **hydroxidy**
- **vo vode nerozpustné** poskytujú s kyselinami **solí**
- **amorfné** – oxidy kovov s atómovou štruktúrou, s nižším ox. č., reagujú s kyselinami aj hydroxidmi
- **intertné** – nereagujú s vodou ani s kyselinami a zásadami (CO , N_2O)

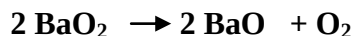
Najvýznamnejšie zlúčeniny: voda H_2O , ozón O_3 , peroxid vodíka H_2O_2 , oxid uhličitý CO_2

Príprava:

V laboratóriu ho pripravíme - **tepelným rozkladom** niektorých **kyslíkatých zlúčenín** napr. rozkladom peroxidu vodíka za prítomnosti burelu(katalyzátor)



rozkladom oxidu báričitého



Priemyselne sa vodík vyrába:

- elektrolýzou vody
- destiláciou kvapalného vzduchu

Stredná odborná škola drevárska a stavebná
Krásno nad Kysucou
Protokol č. 2 Protokol o využití a vlastnostiach kyslíka

DÁTUM

MENO

TÉMA

KYSLÍK, PEROXID VODÍKA

ÚLOHA

- A:** Príprava kyslíka rozkladom peroxidu vodíka.
B: Príprava kyslíka tepelným rozkladom manganistanu draselného.
C: Oxidačné a redukčné účinky peroxidu vodíka.

CHEMIKÁLIE

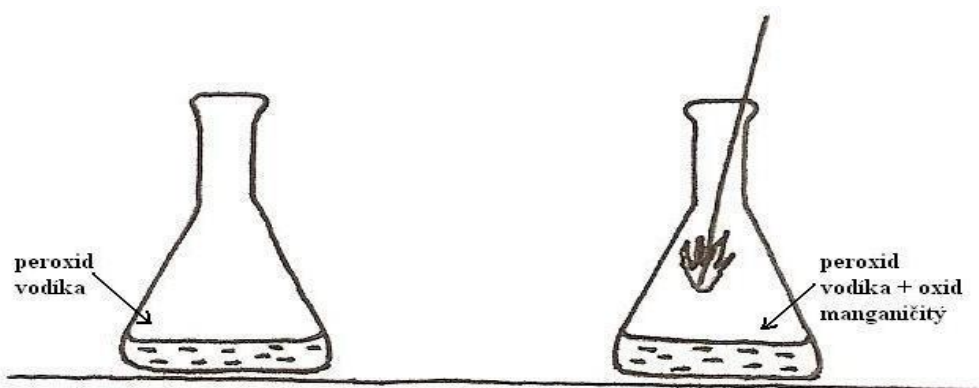
- peroxid vodíka: H_2O_2 (6%)
- manganistan draselný: KMnO_4
- oxid manganičitý: MnO_2
- jodid draselný: KI
- kyselina sírová: H_2SO_4
- kyselina chlorovodíková: HCl

POMÔCKY

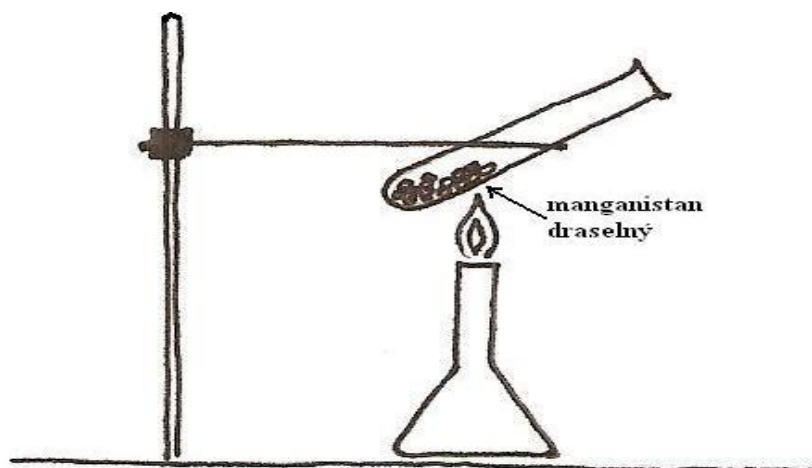
- stojan, držiaky, skúmavky, kužeľová banka, gumené zátky, sklená vanička, zápalky, špajdl'a.

APARATÚRA

A:

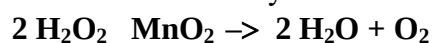


B:

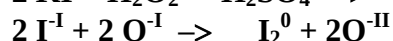
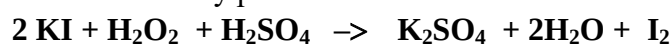


PRINCÍP:

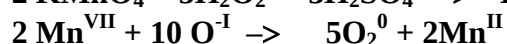
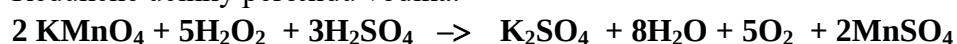
Rozkladom peroxidu vodíka za prítomnosti katalyzátora MnO_2 a rozkladom manganistanu draselného vzniká kyslík:



Oxidačné účinky peroxidu vodíka:



Redukčné účinky peroxidu vodíka:



POSTUP:

A:

1. Do kužeľovej banky nalejeme asi 10 ml peroxidu vodíka. Tlejúca špajdl'a sa nad hladinou peroxidu vodíka nevznieti.



2. Do peroxidu vodíka v kužeľovej banke pridáme asi 0,1 g práškoveho oxidu manganičitého. Tlejúca špajdl'a sa nad hladinou peroxidu vodíka vznieti.

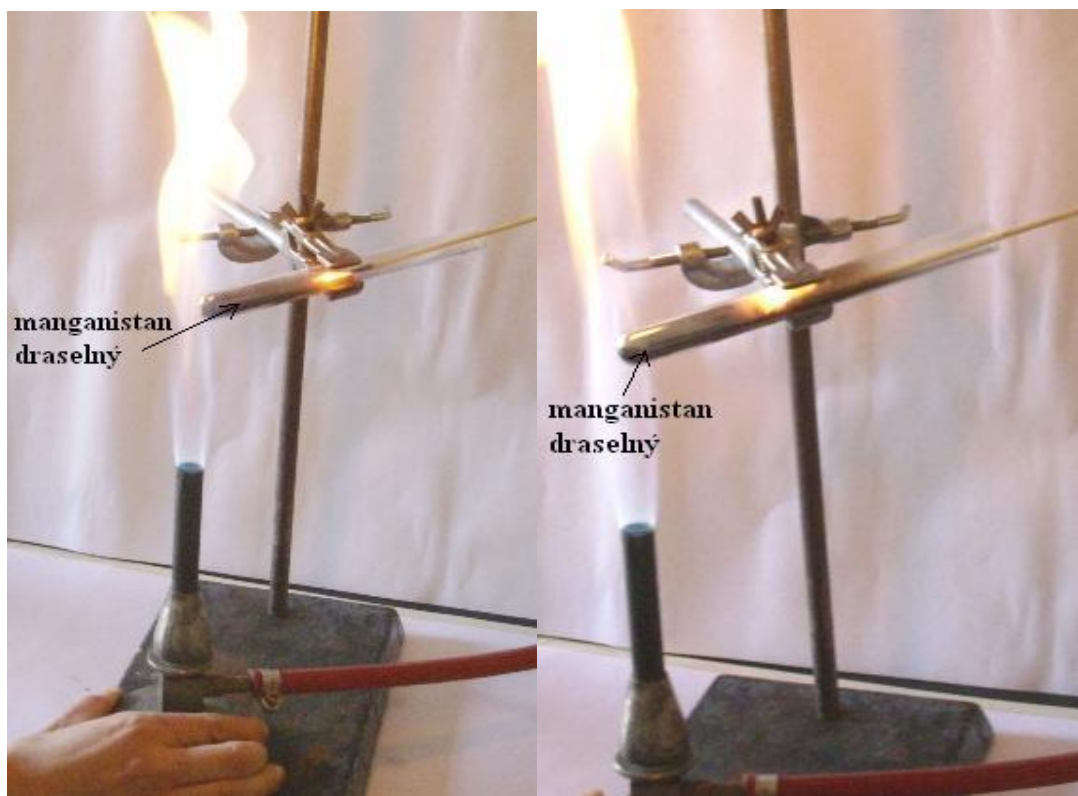


B:

1. Skúmavku, do ktorej sme dali asi 1 g práškoveho KMnO_4 , upevníme šikmo do držiaka v stojane a zahrievame dovtedy, kým sa manganistan draselný nezačne meniť na čierny prášok.



2. Do skúmavky zasunieme tlejúcu špajdl'u. Špajdl'a vzplanie. Tým dokážeme, že termickým rozkladom manganistanu draselného dochádza k uvoľňovaniu kyslíka.

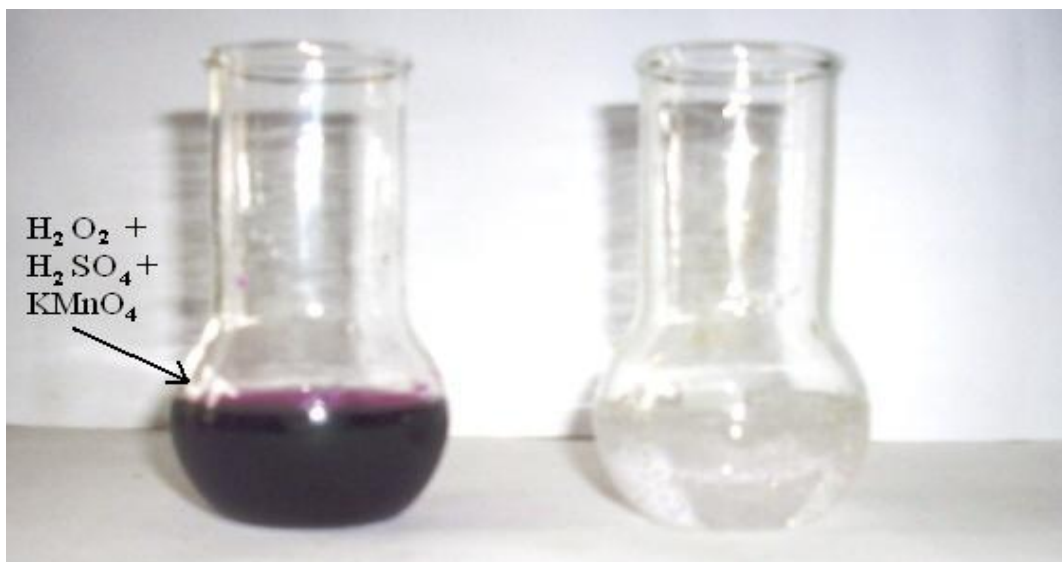


C:

1. Do banky nalejeme zriedený roztok jodidu draselného, ku ktorému pridáme pár kvapiek kyseliny sírovej a po kvapkách pridávame zriedený roztok peroxidu vodíka: H_2O_2 . Pozorujeme vznik hnedého sfarbenia.



2. Do banky nalejeme zriedený roztok peroxidu vodíka, ku ktorému pridáme pár kvapiek kyseliny sírovej a pridáme niekoľko kvapiek manganistanu draselného KMnO_4 . Pôvodne fialový roztok sa odfarbuje.



Využitie a vlastnosti kyslíka^[8]

Vlastnosti:

- Je to plyn bez farby, bez chuti a bez zápachu. Je ťažší ako vzduch.
- Tvori 2 atómové molekuly O_2 , ktoré sú viazané dvojitou väzbou $O = O$.
- Dá sa skvapalniť, uskladňuje sa vo fľašiach označených modrým pásom.
- Po F je najsilnejším oxidovadlom, zlučuje sa takmer so všetkými prvkami.
- Rozpúšťa sa v malom množstve vody, s rastúcou teplotou rozpustnosť vo vode klesá.
- Kyslík reaguje takmer so všetkými prvkami, je vysoko reaktívny plyn. Zlúčeniny prvkov s kyslíkom sa nazývajú oxidy. Napr:
 - kyslík sa zlučuje s vodíkom a vzniká voda: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
 - kyslík sa zlučuje s uhlíkom a vzniká oxid uhličitý: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Fyzikálne vlastnosti kyslíka

Kyslík je rozpustnejší vo vode ako dusík; voda obsahuje približne jednu molekulu O_2 pre každé dve molekuly N_2 , v porovnaní s atmosférickým pomerom približne jedna ku štyrom. Rozpustnosť kyslíka vo vode je závislá od teploty a asi dvakrát toľko (14,6 mg / l) sa rozpúšťa pri 0 ° C ako pri 20 ° C (7,6 mg / l). Pri 25 ° C a 1 štandardnej atmosfére (101,3 kPa) vzduchu sladká voda obsahuje asi 6,04 mililitrov (ml) kyslíka na liter, zatiaľ čo morská voda obsahuje asi 4,95 ml na liter. Pri 5 ° C sa rozpustnosť zvyšuje na 9,0 ml (50 percent viac ako pri 25 ° C) na liter pre vodu a 7,2 ml (45 percent viac) na liter pre morskú vodu.

Kyslík kondenzuje pri 90,20 K (-182,95 ° C, -297,31 ° F) a mrzne pri 54,36 K (-218,79 ° C, -361,82 ° F). Kvapalný aj tuhý O₂ sú číre látky so svetlou nebeskou modrou farbou spôsobené absorpciou v červenej farbe (na rozdiel od modrej farby oblohy, ktorá je spôsobená Rayleighovým rozptylom modrého svetla).^[8]

Použitie:

- na **zváranie a rezanie** kovov spolu s vodíkom
- do **dýchacích prístrojov** pre potápačov, kozmonautov a v zdravotníctve
- ako **palivo pre raketové motory** (kvapalný kyslík)
- v priemysle sa používa na výrobu: formaldehydu, acetaldehydu, NHO₃
- kyslík je dôležitý pre rastliny a živočíchy **na dýchanie**.^[9]

POZOROVANIE A ZÁVER:

3 CHARAKTERISTIKA pH

Veličina pH (kde "p" znamená záporný dekadický logaritmus a "H" je zjednodušený zápis $[H]$, čo označuje koncentráciu H^+ v roztoku) alebo vodíkový exponent je číslo, ktorým vyjadrujeme v chémii či vodný roztok reaguje kyslo alebo zásadito. Koncept merania pH uviedol v roku 1909 Søren Peder Lauritz Sørensen. pH vodných roztokov dosahuje hodnoty od 0 do 14. Chemicky čistá voda pri $+25^{\circ}C$ má $pH = 7$, kyseliny od 0 do 7, hydroxidy od 7 do 14. Kyseliny i zásady sú schopné disociovať do rôzneho disociačného stupňa.^[10]

Silné kyseliny alebo zásady sú vo vodnom roztoku prakticky úplne disociované. Silné kyseliny sú napríklad kyselina chlorovodíková, kyselina sírová, kyselina dusičná. Najsilnejšie zásady naopak tvoria alkalické kovy. Stredne silné kyseliny sú vo vodnom roztoku čiastočne disociované. Je to napríklad kyselina siričitá, kyselina fosforečná. Podobne aj stredne silné zásady sú disociované len čiastočne, napr. hydroxid vápenatý. Slabé kyseliny a zásady sú disociované len nepatrne. Je to napr. kyselina uhličitá, sírovodík alebo zásady odvodené od tzv. amfotérnych prvkov, teda prvkov, ktoré s kyselinami reagujú ako zásady a so zásadami ako kyseliny. Je to napr. hydroxid hlinitý. Reakciou medzi vodíkovými kationmi kyselín a hydroxidovými aniónmi zásad vzniká voda. Reakcia tohto druhu sa nazýva neutralizácia.^[10]

Voda je disociovaná podľa rovnice $H^+ + OH^- = H_2O$ len nepatrne. V disociovanom stave je len jedna molekula z desiatich miliónov. Koncentrácia $[H^+]$ iónov vo vode sa rovná koncentrácii $[OH^-]$ a je rovná 10^{-7} . Iónový súčin vody je $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$. Jeho logaritmovaním dostaneme $\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$. Koncentráciu vodíkových kationov kyselín resp. hydroxidových aniónov zásad v roztoku udáva hodnota jeho pH. pH sa rovná zápornej hodnote logaritmu koncentrácie vodíkových iónov.^[10]

$$\text{Teda platí: } pH = -\log[H^+]$$

$$\text{a naopak: } pOH = -\log[OH^-]$$

$$\text{a platí: } pH + pOH = 14$$

Ideálna hodnota pre bazény je 6,8 - 7,2. pH vyššie ako 7,2 vedie k tvorbe rôznych minerálnych zákalov a tvorbe vodného kameňa a iných zrazenín. pH nižšie ako 6,8 spôsobuje koróziu kovových povrchov. Hodnota pH ovplyvňuje rozpustnosť a účinok použitých dezinfekčných prípravkov.

Hodnotu pH zisťujeme pH testermi. Do odobranej vzorky sa pridá chemikália (tabletká alebo roztok), ktorá zmení farbu vzorky. Porovnávaním s farebnou stupnicou určíte hodnotu pH.^[10]

3.1 ACIDOBÁZICKÉ INDIKÁTORY

Niektoré organické látky menia usporiadanie dvojitych väzieb v molekule v závislosti od pH prostredia, čo sa prejavuje zmenou zafarbenia roztoku. Napríklad čaj zmení farbu pridaním kyslej citrónovej šťavy. Takým látkam hovoríme acidobazické indikátory. Kyslosť môžeme merať pridaním indikátora do roztoku a porovnaním farby s kalibrovanou farebnou škálou.^[11]

Používajú sa hlavne tieto látky:

- lakmus prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú modrú,
- fenolftaleín prechádza z kyslej bezfarebnej formy na zásaditú fialovú oblasť pH 8,0 - 9,8,
- metylová oranž (metyloranž) prechádza z kyslej oranžovej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 3,1 - 4,5,
- metylová červeň prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 4,4 - 6,3,
- bromtymolová modrá prechádza z kyslej žltej formy na zásaditú modrú v oblasti pH 6,0 - 7,6,
- tymolová modrá prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 1,2 - 2,8,
- metylová žltá prechádza z kyslej červenej formy na zásaditú žltú v oblasti pH 2,9 - 4,0,
- tymolftaleín prechádza z kyslej bezfarebnej formy na zásaditú modrú v oblasti pH 9,3 - 10,5,
- kongočerveň prechádza z kyslej modrej formy, cez neutrálnu červenú na zásaditú oranžovú.

Farebné prechody indikátorov sú v praxi najčastejšie využívané pri acidobázickej titrácii, ktorá slúži na určenie obsahu kyseliny alebo hydroxidu v analyzovanej vzorke. Definovaný objem meranej vzorky s pridaním vhodného indikátora je pritom neutralizovaný roztokom kyseliny alebo hydroxidu. Dosiahnutie bodu, keď je koncentrácia kyseliny a hydroxidu v rovnováhe (neutrálny roztok) je určené zmenou farby príslušného indikátora. Z množstva a koncentrácie roztoku potrebného pre získanie neutrálneho roztoku sa jednoducho vypočíta obsah kyseliny alebo hydroxidu v analyzovanom roztoku. Pre hrubú orientáciu o kyslosti meraného roztoku sa na meranie pH používa lakmusový papierik, čo je prúžok papierika napusteného lakmusom. Presnejší údaj o kyslosti meraného roztoku poskytuje univerzálny indikátorový papierik ktorého zafarbenie sa mení s pH meraného roztoku od červenej až po tmavomodrú.^[11]

3.2 INŠTRUMENTÁLNE METÓDY MERANIA pH

Pre presné merania pH hodnôt vodných roztokov sa v súčasnej dobe používa prakticky výlučne iba potenciometria s využitím sklenenej elektródy ako merného člena. Podstatou uvedenej metódy je veľmi presné meranie elektrického potenciálu medzi mernou (sklenenou) a referenčnou elektródou. Ako referenčná elektróda sa v tomto prípade dá využiť prakticky každá elektróda II. typu, teda elektródy, ktorých potenciál zostáva konštantný pri zmene prostredia v ktorom je ponorená. Najčastejšie sa tu uplatňuje kalomelová alebo argenchloridová porovnávacia elektróda. Kyslosť merného roztoku určuje elektrický potenciál mernej sklenenej elektródy. Základnú časť sklenenej elektródy tvorí tenká stena miniatúrnej banky zo špeciálneho skla. Vnútorný objem banky je naplnený pufrom, teda roztokom o konštantnej pH.

Elektrický potenciál medzi mernou a referenčnou elektródou sa meria citlivým potenciometrom, ktorý musí vykazovať vysoký vstupný odpor (minimálna požiadavka je 1014 Ω , kvalitné prístroje majú parametre o rád lepšie). Komerčne dodávané prístroje súčasne tvoria merania napätia medzi elektródami priamo na hodnotu pH, ktorú zobrazuje digitálne na displeji. V súčasnej dobe sa potenciometrické meranie pH považuje za veľmi kvalitnú a komerčne zvládnutú inštrumentálnu techniku. Na trhu je celý rad prístrojov špičkovej kvality, umožňujúcich meranie pH s rozlíšením na 0,01 až 0,001 jednotky pH. Súčasne sú k dispozícii cenovo dostupné prístroje pre meranie v teréne (úpravy a čističky odpadových vôd, sledovanie kyslosti zásobných roztokov v priemysle...), ktoré síce nedosahujú špičkovú presnosť merania, ale umožňujú veľmi rýchle a ľahké získanie terénnych dát. Meranie pH sklenenou elektródou sa v súčasnej dobe neobmedzuje len na meranie kyslosti roztokov, ale je možné zakúpiť špeciálne elektródy na sledovanie kyslosti povrchov (napríklad navlhčený papier, zemina a podoba, vpichové elektródy pre meranie pH mäsa a iných potravín atď.) V medicíne slúžia miniatúrne pH elektródy na sledovanie pH krvi pacientov.^[12]

3.3 LABORATÓRNE CVIČENIE

PRÍPRAVA ROZTOKOV ZADANEJ KONCENTRÁCIE

Použitý materiál:

- koncentrovaná kyselina chlorovodíková
- hydroxid sodný
- uhličitan sodný
- destilovaná voda

Prístroje a pomôcky:

- váhy
- laboratórne sklo (odmerné banky, lievnik, lyžička)

Postup práce:

Pripravte nasledovné roztoky: roztok kyseliny chlorovodíkovej (HCl) koncentrácie $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ o roztok hydroxidu sodného (NaOH) koncentrácie $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ o roztok uhličitanu sodného (Na_2CO_3) koncentrácie $c = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

MERANIE pH ROZTOKOV POMOCOU LAKMUSOVÝCH PAPIERIKOV

Použitý materiál:

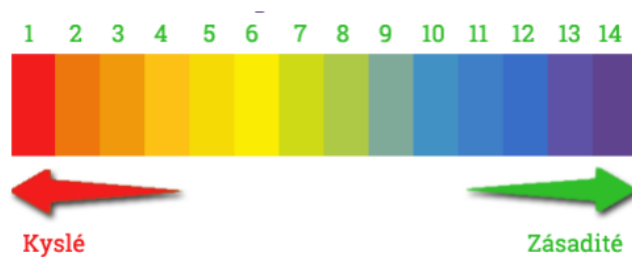
- pripravené roztoky
- lakmusový papierik

Prístroje a pomôcky:

- laboratórne sklo (banky)

Postup práce: Vzorku pripraveného roztoku nalejte do banky a namočte lakmusový papierik do roztoku. Vytiahnite papierik z roztoku a počkajte kým sa sfarbí podľa pH tekutiny. Sfarbenie papierika porovnávajte s farebnou meracou škálou na obale balenia a určite pH roztoku. Meranie pH pomocou lakmusových papierov je veľmi jednoduché, no získane hodnoty slúžia len na orientačné určenie pH.^[12]

LABORATÓRNE CVIČENIA Z VLASTNOSTÍ LÁTKO



Obr. 5.1 Farebná pH škála lakmusových papierikov

Látka	pH
Kyselina v batériách	<1,0
Žalúdočné kyseliny	2,0
Citrónová šťava	2,4
Coca-Cola	2,5
Ocot	2,9
Šťava z pomarančov alebo z jablka	3,5
Pivo	4,5
Káva	5,0
Čaj	5,5
Kyslý dážď	< 5,6
Sliny onkologických pacientov	4,5 - 5,7
Mlieko	6,5
Destilovaná voda	7,0
Sliny zdravého človeka	6,5 - 7,4
Krv	7,34 - 7,45
Morská voda	8,0
Mydlo	9,0 - 10,0
Čpavok pre domáce použitie	11,5
Nehasené vápno	12,5
Lúh sodný pre domáce použitie	13,5

Obr. 5.2 Porovnanie pH vybraných roztokov podľa zafarbenia lakmusového papierika

3.4 MERANIE pH ROZTOKOV POMOCOUCI DIGITÁLNEHO pH METRA

Použitý materiál:

- pripravené roztoky

Prístroje a pomôcky:

- digitálny pH meter HI 9124 od firmy HANNA instruments
- laboratórne sklo (banky)

Postup práce: Meranie vykonajte na digitálnom pH metre HI 9124 od výrobcu HANNA instruments. Digitálny pH meter je potrebné pred každým meraním kalibrovať pomocou kalibračných buffrov. Buffer je roztok s konštantnou hodnotou pH uvedenou na obale nádoby.

Postup kalibrácie je nasledovný:

1. Zapnite zariadenie tlačidlom ON/OFF.
2. Spustite kalibráciu pomocou tlačidla CAL.
3. Pomocou tlačidiel so šípkami navolte hodnotu pH buffra, ktorým idete kalibrovať.
4. Vložte elektródy do buffra a počkajte, kým sa ustáli hodnota pH a zobrazí sa na displeji READY.
5. Uložte hodnotu pomocou tlačidla CFM.
6. Po úspešnom uložení hodnoty vložte elektródy do ďalšieho buffra inej pH.
7. Opäť pomocou šípek navolte hodnotu príslušného buffra.
8. Počkáme, kým sa zobrazí READY a stlačíme CFM.
9. Zariadenie je pripravené na meranie. Obe elektródy ponorte do banky so skúmaným roztokom a odčítajte na displeji hodnotu pH.

Vyhodnotenie merania: Každé meranie pH zopakujte 3-krát a namerané hodnoty zapíšte do tabuľky. Vypočítajte priemerné hodnoty z nameraných pre každý roztok a spôsob merania.^[12]

3.5 Stanovenie pH pôdy

Pomôcky:

kadička, lyžička, sklená tyčinka, univerzálny indikátorový papierik, destilovaná voda, vzorka pôdy (20 g), lievik, skúmavka, filtračný papier.

Pracovný postup:

Do kadičky dáme 10 g vzorky pôdy, pridáme 25 ml destilovanej vody a asi 10 minút dôkladne pretrepávame. Po usadení vzorky výluh prefiltrujeme do skúmavky. Do filtrátu v skúmavke ponoríme univerzálny indikátorový papierik. Farbu navlhčeného papierika porovnáme s farebnou stupnicou.

Pozorovanie:

Porovnáme farbu indikátorového papierika s farebnou škálou.

pH	Reakcia pôdy
3 – 4	silno kyslá pôdy
5	kyslá pôdy
6	slabo kyslá pôdy
7	neutrálna pôdy
8	slabo alkalická pôda
9	alkalická pôdy
10 – 11	silno alkalická pôda

Záver:^{13]}

3.6 pH senzor PH-BTA

Tento pH senzor je možné použiť pri každom experimente, kde sa dá použiť tradičný pH meter. Senzor poskytuje výhodu automatického zberu dát, ich grafického zobrazenia a analýzy. Typickými oblasťami jeho použitia je štúdium kyselín a alkálií používaných v domácnosti, titrácia kyslých roztokov, monitorovanie zmien pH počas chemických reakcií alebo vody akvária ako výsledku fotosyntézy, skúmanie kyslých dažďov a schopnosti ich eliminovania v prírode, skúmanie kvality vody vodných tokov a jazier.

Vernier Software & Technology vydáva tiež nasledujúce zbierky laboratórnych úloh, ktoré obsahujú množstvo experimentov s pH senzorom:

- Chemistry with Vernier
- Water Quality with Vernier
- Biology with Vernier
- Physical Science with Vernier
- Middle School Science with Vernier
- Science with Handhelds
- Advanced Chemistry with Vernier

Zber dát s pH senzorom

1. Pripojte senzor k interfejsu.
2. Spustite softvér zberu dát
3. Softvér identifikuje pH senzor a natiahne štandardné nastavenie pre zber dát. Môžete začať zber dát

Ako funguje pH senzor

V rukoväti senzora je pH zosilňovač, čo je obvod, ktorý umožňuje monitorovať štandardnú kombináciu pH elektródy (napríklad Vernier 7120B) pomocou laboratórneho interfejsu. Kábel od zosilňovača je ukončený BTA koncovkou. Pri ponorení do pufru 7 pH dáva senzor napätie 1,75 V. S klesajúcim pH napätie rastie okolo 0,25 V/pH a opačne. Senzor naplnený gélom je určený na meranie pH v rozsahu 0-14 pH. Telo senzora je z polykarbonátu a presahuje cez sklenenú meraciu guľôčku elektródy, čím chráni senzor a robí ho ideálnym pre použitie v školách a v prírode. Referenčná časť elektródy je naplnená gélom a nepotrebuje dopĺňanie.

Príprava na použitie

Pred použitím senzora na meranie pH postupujte takto:

- Odstráňte fľaštičku s odkladacím roztokom tak, že odskrutkujete jej uzáver a vytiahnite senzor. Senzor, zvlášť jeho časť okolo meracej guľôčky, dobre opláchnite v destilovanej alebo v deionizovanej vode.
- Senzor môže byť dočasne (do 24 hodín) uložený v pufri 4 pH alebo 7 pH. Nesmie byť uložený v destilovanej vode.
- Pripojte senzor k interfejsu, natiahnite alebo urobte jeho kalibráciu (podľa popisu v ďalšom texte) a môžete prísť k meraniu pH. Poznámka: Senzor neponárajte do roztoku úplne, jeho rukoväť nie je vodotesná.^[13]



ŽILINSKÝ
SAMOSPRÁVNÝ KRAJ

Stredná odborná škola drevárska a stavebná

Krásno nad Kysucou č. 1642, 023 02

Kontakt : 041 4385337

Webová adresa . www.sosdskrasno.sk

Email školy : sosdskrasno@mail.telekom.sk , sosdskrasno@sosdskrasno.sk



Odberový list pre vzorku vody a pôdy

Vzorka číslo :

Analýzu vykonal :

Odobral :

Dátum analýzy :

Miesto odberu:

Podmienky odberu:

Organoleptické vlastnosti

Vzhľad :

Farba :

Čuch :

Fyzikálno- chemické ukazovatele

Stanovenie : Vápnik Sodík Sušina pH Amoniak
Celkové hodnotenie :

Princíp pH: Kyslosť alebo **acidita** alebo **pH** (kde *p* znamená záporný dekadický logaritmus a *H* je zjednodušený zápis $[H]$, čo označuje koncentráciu H^+ v roztoku; alternatívne, ale nesprávne vysvetlenie: "z lat. *potentia hydrogenii* alebo *pondus hydrogenii*") alebo **vodíkový exponent** je číslo, ktorým sa vyjadruje v chémii, či vodný roztok reaguje kyslo, alebo zásadito. Koncept merania pH uviedol v roku 1909 Søren Peder Lauritz Sørensen. pH vodných roztokov získava hodnoty od 0 do 14. Chemicky čistá voda pri 25 °C má pH 7, kyseliny od 0 do <7, hydroxidy od >7 do 14 (rozsah pH stupnice je závislý od rozpúšťadla, v rozmedzí 0 až 14 je pH hodnota vo vode pri 25 °C)..

Meranie pH v pôde ^[14]

Pomôcky:

kadička, lyžička, sklená tyčinka, univerzálny indikátorový papierik, destilovaná voda, vzorka pôdy (20 g), lievik, skúmavka, filtračný papier.

Pracovný postup: Do kadičky dáme 10 g vzorky pôdy, pridáme 25 ml destilovanej vody a asi 10 minút dôkladne pretrepávame. Po usadení vzorky výluh prefiltrujeme do skúmavky. Do filtrátu v skúmavke ponoríme univerzálny indikátorový papierik. Farbu navlhčeného papierika porovnáme s farebnou stupnicou.

Pozorovanie:

Porovnáme farbu indikátorového papierika s farebnou škálou.

pH	Reakcia pôdy
3 - 4	silno kyslá pôdy
5	kyslá pôdy
6	slabo kyslá pôdy
7	neutrálna pôdy
8	slabo alkalická pôda
9	alkalická pôdy
10 - 11	silno alkalická pôda

3.7 Možnosti merania slanosti v roztokoch

Identifikovanie senzora

Keď sú pripojené dva alebo viac senzorov, jednotlivé senzory môžete identifikovať dotykom alebo kliknutím na Identify v Sensor Information.

Použitie výrobku

1. Spodnú časť elektródy dobre opláchnite destilovanou alebo deionizovanou vodou.
2. Pripojte senzor pomocou krokov uvedených v úvodnej sekcii tohto návodu.
3. Po skončení merania opláchnite elektródu destilovanou vodou. Uložte senzor suchý.^[15]

Ako senzor funguje

Go Direct senzor vodivosti meria schopnosť roztoku viesť elektrický prúd medzi elektródami. V roztoku dochádza k toku elektrického prúdu transportom iónov. Zvýšenie koncentrácie iónov znamená zvýšenie vodivosti roztoku. Senzor vodivosti meria vodivosť definovanú ako prevrátenú hodnotu odporu. Odpor sa meria v ohmoch, vodivosť sa meria v SI jednotkách siemens (predtým označovaných ako mho). Vodné roztoky sa obvykle merajú v mikrosiemensoch μS .^[15]

Meranie v riekach a jazeroch

Ak je to možné, odoberte vzorku ďalej od brehu a spod hladiny vody. Vo voľne tečúcich tokoch je obvykle dobré miešanie vody, vzorka odobratá z toku bude dobre reprezentovať celý vodný tok. Ak zbierate vzorky z izolovaných tokov alebo z jazera, voda sa v nich málo mieša. Zoberte preto vzorky ďalej od brehu a z rôznych hĺbok. Nepúšťajte senzor vodivosti do vody tak, že sa celý namočí. Elektróda nie je skonštruovaná tak, aby vydržala vyšší tlak. Môže do elektroniky presakovať voda. Aj keď je lepšie uskutočniť meranie na mieste, celkový obsah rozpustených látok alebo vodivosť sa podstatne nezmení, keď zoberiete vzorku na meranie neskôr v laboratóriu.

Dbajte však, aby boli vzorky uzatvorené a neodparovali sa. Ak naplníte fľaše so vzorkami úplne doplna, zabránite tak rozpúšťaniu plynov vo vzorkách, napríklad oxidu uhličitému, ktorý môže vytvárať iónové zlúčeniny. Keďže senzor má zabudovanú teplotnú kompenzáciu, môžete ho nakalibrovať v laboratóriu. To znamená, že aj keď budete odoberať vzorky vo vode s inou teplotou ako bola teplota pri kalibrácii, senzor bude merať správne.^[15]

Odoberanie vzoriek z oceánu a z oblastí ústí riek - Slanosť

Slanosť je celkový obsah neuhličitánových solí rozpustených vo vode, vyjadrených 7 obvykle ppt (1 ppt = 1000 mg/l). Na rozdiel od koncentrácie chloridov (Cl^-), môžete uvažovať o slanosti ako o miere celkovej koncentrácie iónov soli ktorá pozostáva väčšinou z iónov Na^+ a Cl^- . Aj keď je v morskej vode menšie množstvo iných iónov, (napr. K^+ , Mg^{2+} alebo SO_4^{2-}), ióny sodíka a chlóru predstavujú okolo 91% všetkých iónov v morskej vode. Slanosť je dôležitou mierou pri morskej vode alebo pri vode z ústí riek, kde sa mieša sladká voda z riek z zo slanou vodou z oceánu. Úroveň slanosti morskej vody je približne konštantná a je asi 35 ppt (35.000 mg/l), pričom brakické ústia riek majú úrovne slanosti medzi 1 a 10 ppt. Rozsah merania slanosti senzora vodivosti je 0 až 10 ppt. Morská voda má slanost' okolo 35 ppt, vzorky vody musíte pre meraním zriediť. Odporúčame, aby ste vzorky morskej vody (alebo akékoľvek vzorky, ktoré majú hodnoty vyššie ako 10 ppt) na 1/4 pôvodnej koncentrácie.

Namerané hodnoty slanosti potom vynásobte hodnotou 4 a dostanete finálnu hodnotu slanosti v ppt. Poloslané vody s pobrežných ústí riek majú hodnoty slanosti 0 až 10 ppt, čo je v rozsahu senzora. Keďže senzor vodivosti nemá uloženú žiadnu kalibráciu slanosti, urobte dvojbodovú kalibráciu pomocou štandardov slanosti 5 ppt a 10 ppt. Dbajte, aby prepínač rozsahov na senzore bol v polohe vysokej vodivosti. Pripravte si na kalibráciu dva štandardné roztoky slanosti: • Štandard nízkej hodnoty (5 ppt): do dobre destilovanej vody dajte 4,6 g NaCl a doplňte vodou do 1 litra. • Štandard vysokej hodnoty (10 ppt): do dobre destilovanej vody dajte 9,2 g NaCl a doplňte vodou do 1 litra.^[15]

Stanovenie koncentrácie - Celkové množstvo rozpustených tuhých látok

Keďže medzi vodivosťou a koncentráciou konkrétneho iónu alebo soli je približne lineárny vzťah, senzor vodivosti sa dá použiť na stanovenie koncentrácie iónov. Krivku koncentrácie môžete získať prípravou alebo zakúpením štandardných roztokov. Všimnite si na obrázku pomer 2:1 medzi vodivosťou v $\mu\text{S}/\text{cm}$ a TDS koncentráciou v mg/l. Aj keď je celkové množstvo rozpustených tuhých látok často definovaný týmto pomerom 2:1, je potrebné pochopiť, že napríklad TDS hodnota 500 mg/l môže mať iný význam vo vzorke, ktorá pozostáva väčšinou z NaCl, ako iná vzorka, ktorá pozostáva primárne z iónov tvrdej vody, napríklad z Ca^{2+} a HCO_3^- . Vzťah medzi vodivosťou a koncentráciou chloridu sodného je približne 2:1 a je takmer priamo úmerný.^[15]

ZOZNAM POUŽITEJ LITERATÚRY

- [1] <https://vit-vladimir.ru/sk/nitraty-soli-kisloty-cto-takoe-nitraty-i-nado-li-s-nimi-borotsya/>
- [2] <https://unistomlg.ru/sk/turgenev-i-s-obshchie-himicheskie-svoistva-nitratov-cto-takoe-nitraty-i-kak-ot-nih/>
- [3] <https://www.vernier.cz/katalog/manualy/sk/GDX-NO3.pdf>
- [4] <https://www.cistavoda.sk/blog/dusitany-a-dusicnany-vo-vode/>
- [5] <https://pdf.truni.sk/e-ucebnice/chzp/data/8c91e205-3750-43c2-a0d8-1c49303ffbfb.html?ownapi=1#>
- [6] [HTTPS://WWW.METEOROLOGIAENRED.COM/SK/COMPOSICION-DEL-AIRE.HTML](https://www.meteorologiaenred.com/sk/composicion-del-aire.html)
- [7] [HTTPS://OSKOLE.DETIAMY.SK/CLANOK/KYSLIK-A-JEHO-POUZITIE](https://oskole.detiamy.sk/clanok/kyslik-a-jeho-pouzitie)
- [8] <https://www.generatory-dusika.sk/n/kyslik-vlastnosti>
- [9] <https://oskole.detiamy.sk/clanok/kyslik-a-jeho-pouzitie>
- [10] [HTTPS://WWW.MARIMEX.SK/CO-VYJADRUJE-HODNOTA-PH/](https://www.marimex.sk/co-vyjadruje-hodnota-ph/)
- [11] [HTTP://KCHSZ.SJF.STUBA.SK/DOWNLOAD/LABORATORNE_PRACE/LABORATORNE_CVICENIE_5.PDF](http://kchsz.sjf.stuba.sk/download/Laboratorne_prace/Laboratorne_Cvicenie_5.pdf)
- [12] [http://kchsz.sjf.stuba.sk/download/Laboratorne_prace/Laboratorne_CVICENIE_5.pdf](http://kchsz.sjf.stuba.sk/download/Laboratorne_prace/Laboratorne_Cvicenie_5.pdf)
- [13] [HTTPS://WWW.VERNIER.CZ/KATALOG/MANUALY/SK/PH-BTA.PDF](https://www.vernier.cz/katalog/manualy/sk/ph-bta.pdf)
- [14] <http://www.biospotrebitel.sk/clanok/1164-stanovenie-ph-pody.htm>
- [15] [HTTPS://PMSDELTA.SK/WP-CONTENT/UPLOADS/SENZORY/DOCS/GDX-CON_SENZOR_VODIVOSTI.PDF](https://pmsdelta.sk/wp-content/uploads/senzory/docs/gdx-con-senzor_vodivosti.pdf)